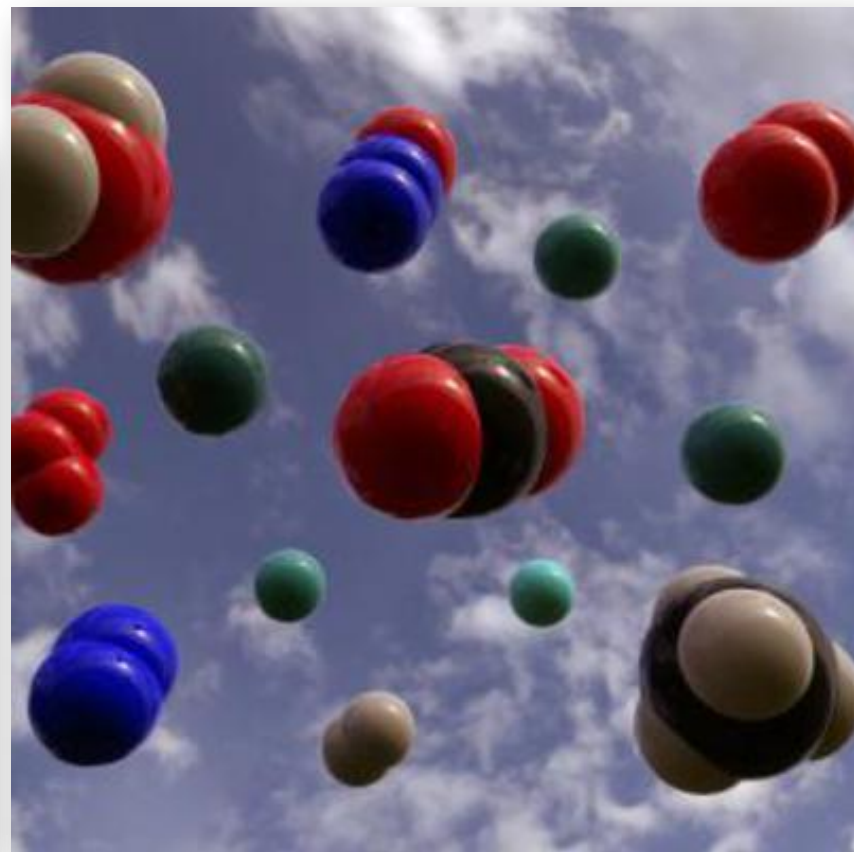
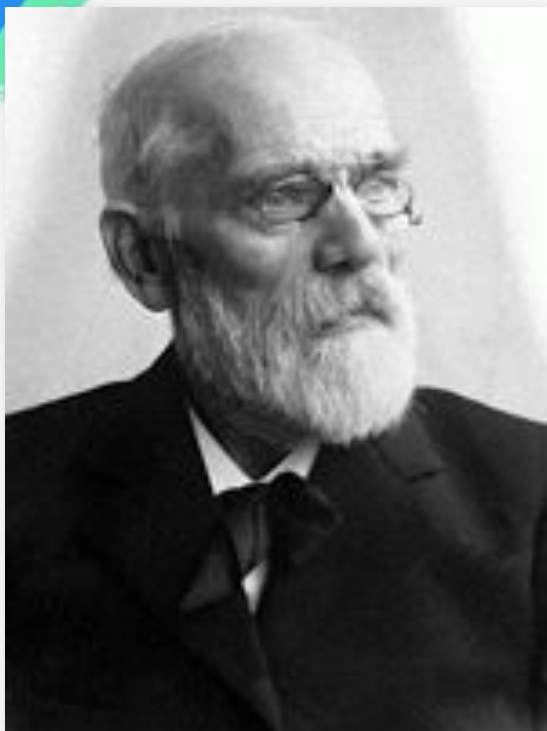
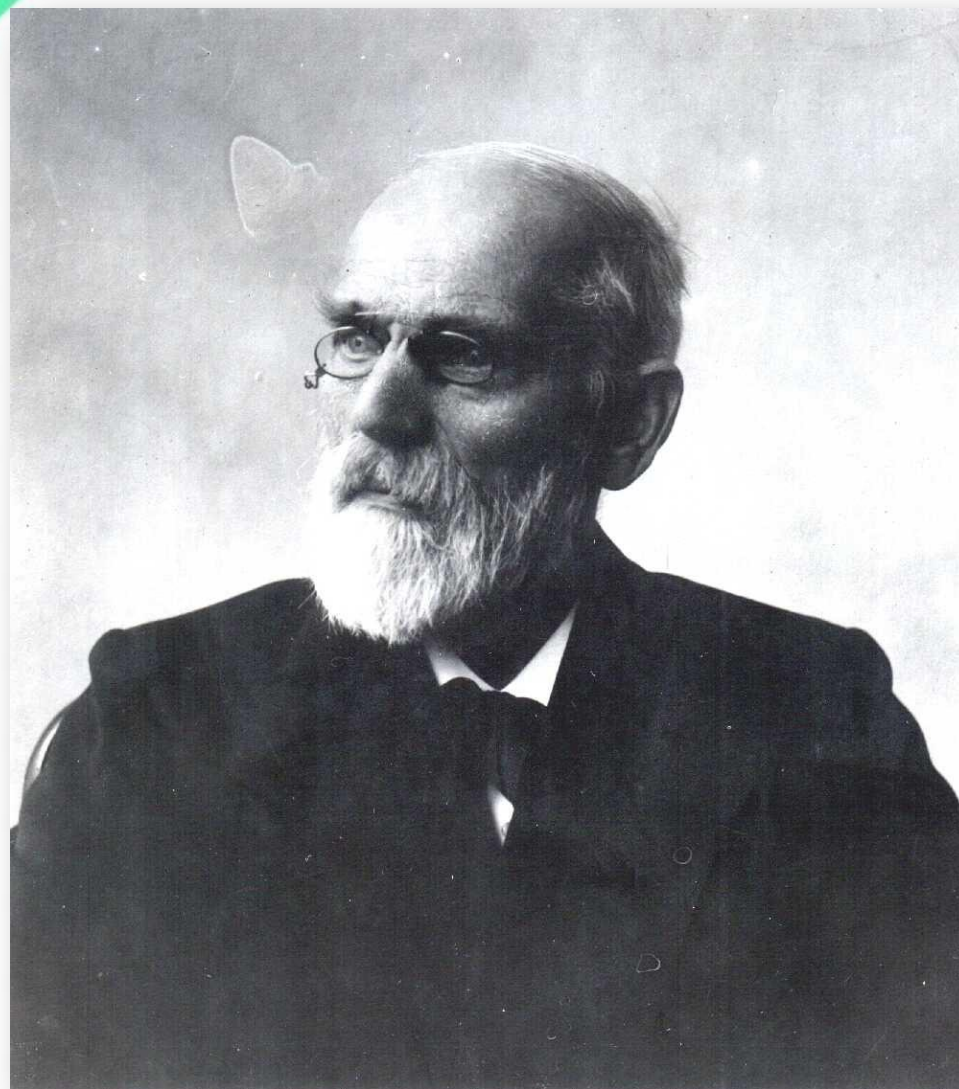




Реальные газы. Уравнение Ван-дер-Ваальса

Подготовил учитель физики КГУ «Урицкая средняя школа №1» Иванов Ю.Д.



**Ян Дидерик Ван-дер-Ваальс
Нидерландский физик, лауреат
Нобелевской премии по физике в 1910**

Реальный газ

Изотермы реального газа (схематично)

Синие — изотермы при температуре ниже критической. Зелёные участки на них — метастабильные состояния.

Участок левее точки F — нормальная жидкость.

Точка F — точка кипения.

Прямая FG — равновесие жидкой и газообразной фазы.

Участок FA — перегретая жидкость.

Участок F'A — растянутая жидкость ($p < 0$).

Участок AC — аналитическое продолжение изотермы, физически невозможен.

Участок CG — переохлаждённый пар.

Точка G — точка росы.

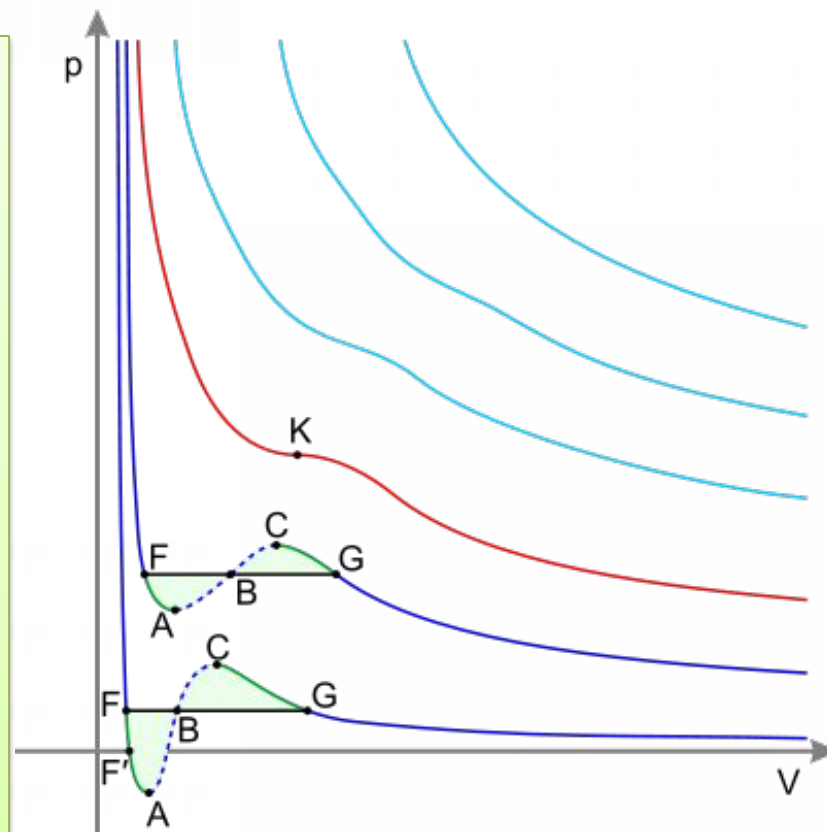
Участок правее точки G — нормальный газ.

Площади фигуры FAB и GCB равны.

Красная — критическая изотерма.

K — критическая точка.

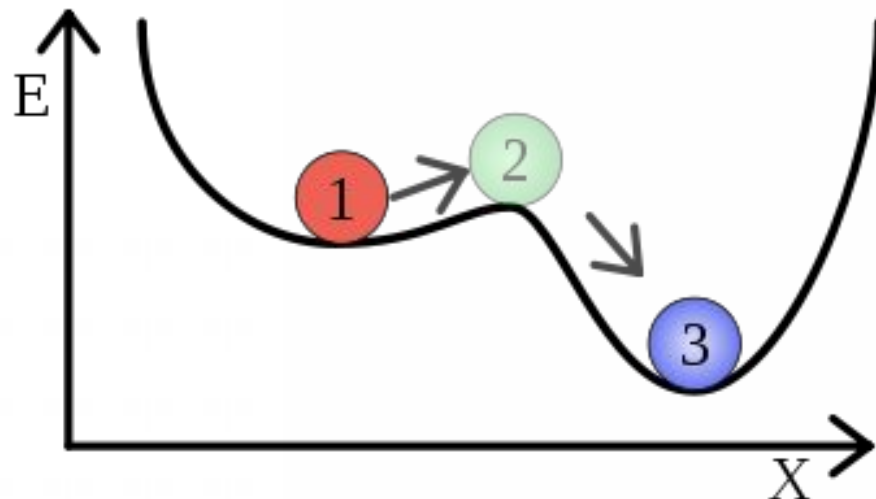
Голубые — сверхкритические изотермы



Реальный газ — газ, который не описывается уравнением состояния идеального газа Клапейрона — Менделеева.

Метастабильное состояние (от греч. *μετα* «через» и лат. *stabilis* «устойчивый») — состояние квазиустойчивого равновесия физической системы, в котором система может находиться длительное время.

Что такое метастабильное состояние, может быть понятно из приведенного справа рисунка





Считается также, что силы притяжения суммируются с внешним давлением.

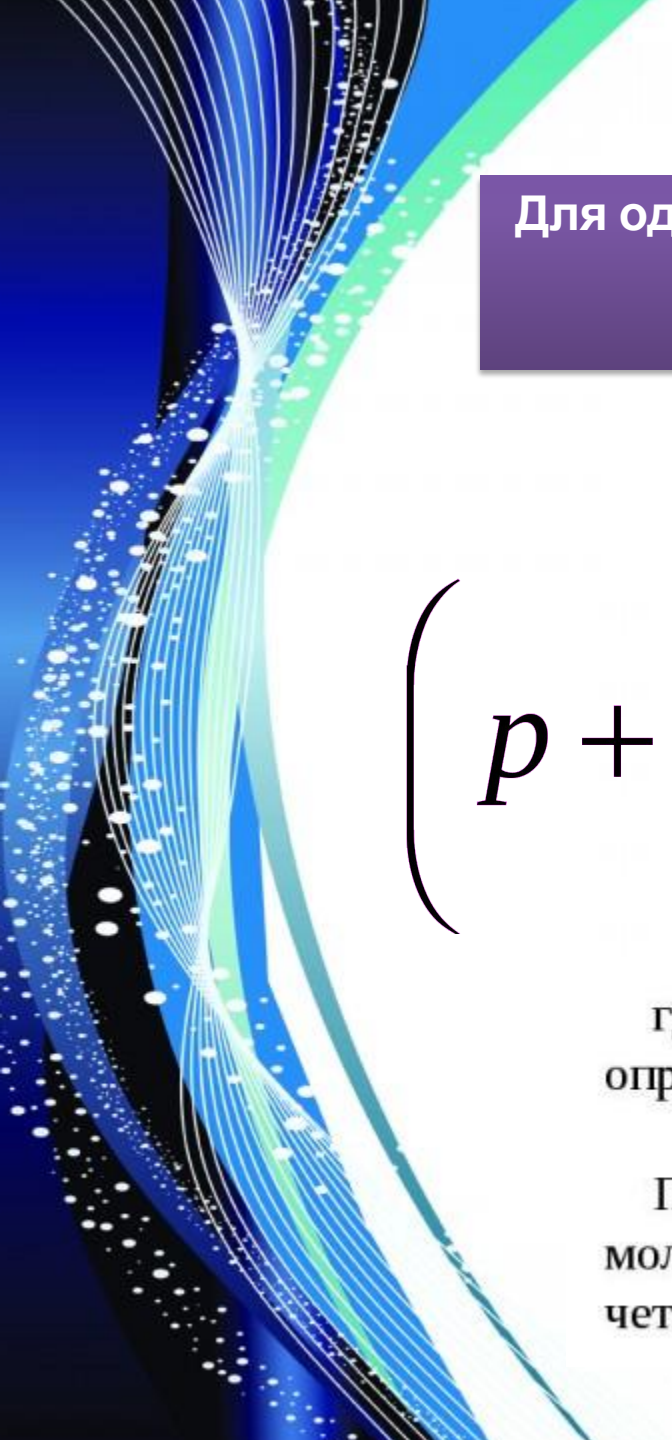
С учетом этих соображений уравнение состояния идеального газа преобразуется в уравнение Ван-дер-Ваальса:

Для одного моля

$$(V - b) \left(P + \frac{a}{V^2} \right) = RT$$

Для произвольной массы

$$\left(V - \frac{m}{\mu} b \right) \left(P + \frac{\left(\frac{m}{\mu} \right)^2 a}{V^2} \right) = \frac{m}{\mu} RT$$



Для одного моля газа уравнение Ван-дер-Ваальса имеет вид:

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

где a и b – постоянные Ван-дер-Ваальса, определяемые для каждого газа экспериментально.

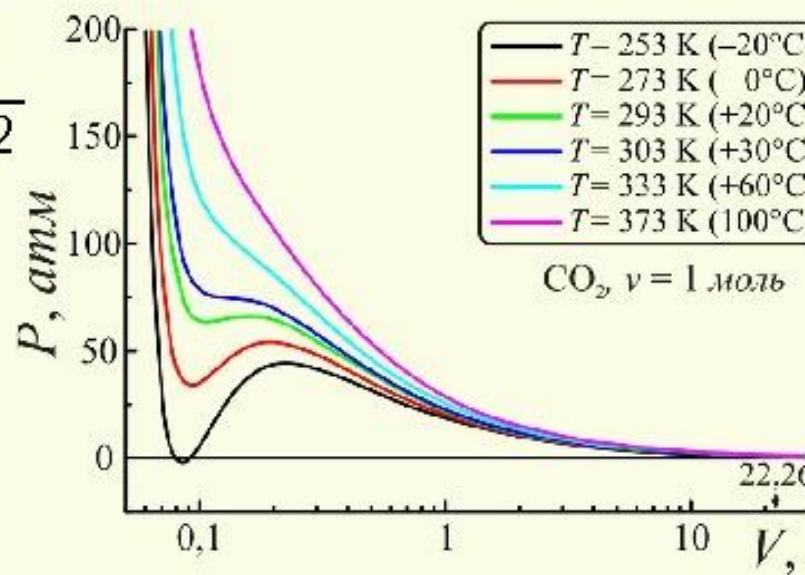
Поправка b не равна собственному объему молекул. Оценки показывают, что b примерно в четыре раза больше объема молекул.

Рассмотрим уравнение состояния

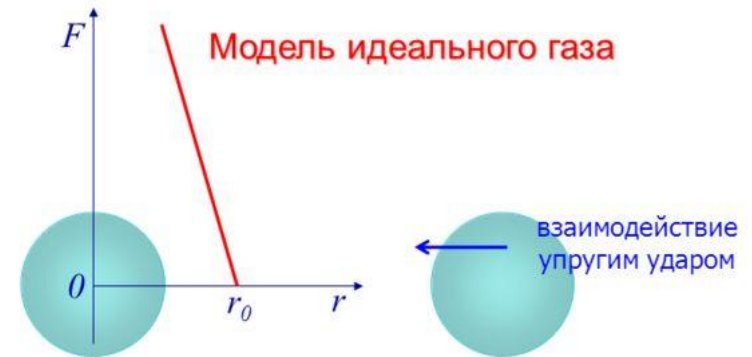
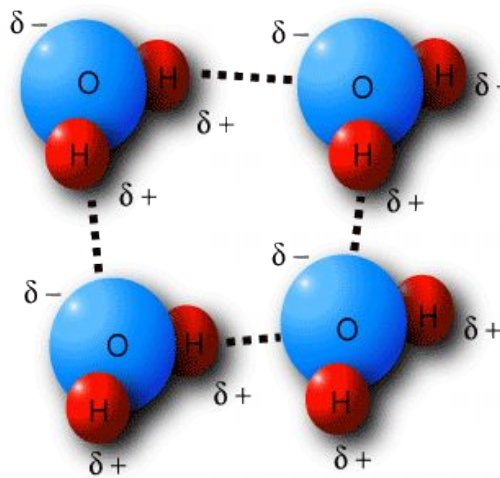
$$\left(P + \frac{v^2 a}{V^2} \right) (V - vb) = vRT$$

$$P(V) = \frac{vRT}{V - vb} - v^2 \frac{a}{V^2}$$

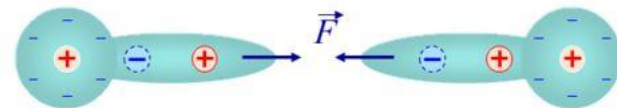
– функция,
определяющая
вид изотерм



Взаимодействие молекул идеального и реального газов

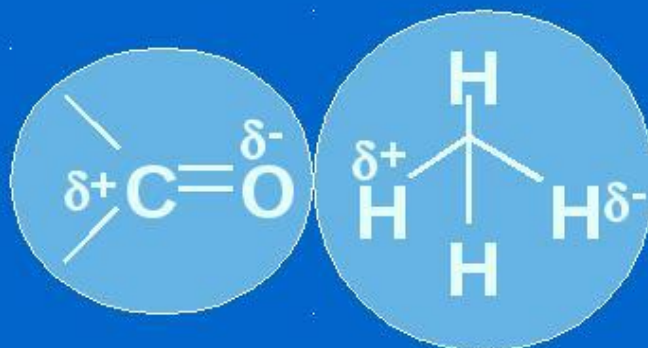


Модель реального газа

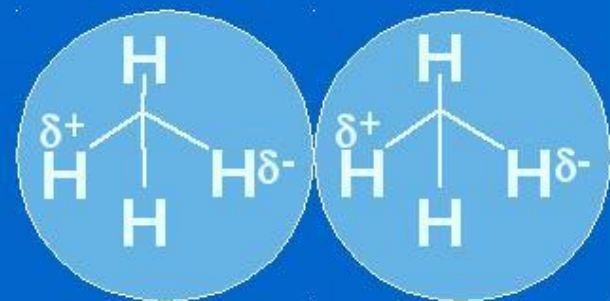


Взаимодействия Ван-дер-Ваальса

Диполь-диполь



Диполь - индуцированный диполь



Индуцированный диполь –
Индуцированный диполь

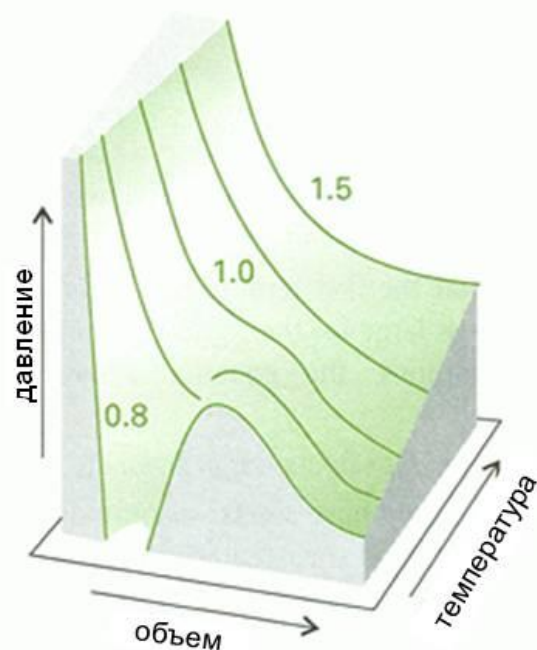
Законы реальных газов

Уравнение Ван-дер-Ваальса:

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - a \left(\frac{n}{V} \right)^2$$

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \text{Молярный объем}$$

$$P = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$



Критическую точку K мы определили как точку перегиба критической изотермы, в которой касательная к изотерме горизонтальна.

Ее можно определить также как точку, в которую в пределе переходят горизонтальные участки изотерм при повышении температуры до критической.

На этом основан способ определения критических параметров P_k , V_k , T_k , принадлежит Эндрюсу.

Строится система изотерм при различных температурах.

Предельная изотерма, у которой горизонтальный участок LG переходит в точку, будет критической изотермой, а указанная точка – критической точкой.

