

Сегодня среда, 9 июля 2014 г.

# ***РЕАЛЬНЫЕ ГАЗЫ***

Лекция 7 (1)

## *Содержание лекции:*

- \* **Уравнение Ван-дер-Ваальса**
- \* **Критическое состояние. Изотермы реальных газов**
- \* **Фазовые превращения**

# Уравнение Ван-дер-Ваальса

Уравнение состояния идеального газа хорошо описывает поведение реальных газов при *низких давлениях* и *высоких температурах*. При понижении температуры или повышении давления наблюдаются отклонения от законов идеального газа.

*Уравнение Ван-дер-Ваальса* – это уравнение состояния реального газа. Оно не является единственным уравнением, характеризующим состояние газа.

В первом приближении молекулы реального газа можно уподобить абсолютно твердым шарикам с диаметром  $d$ , между которыми действуют только силы взаимного притяжения.

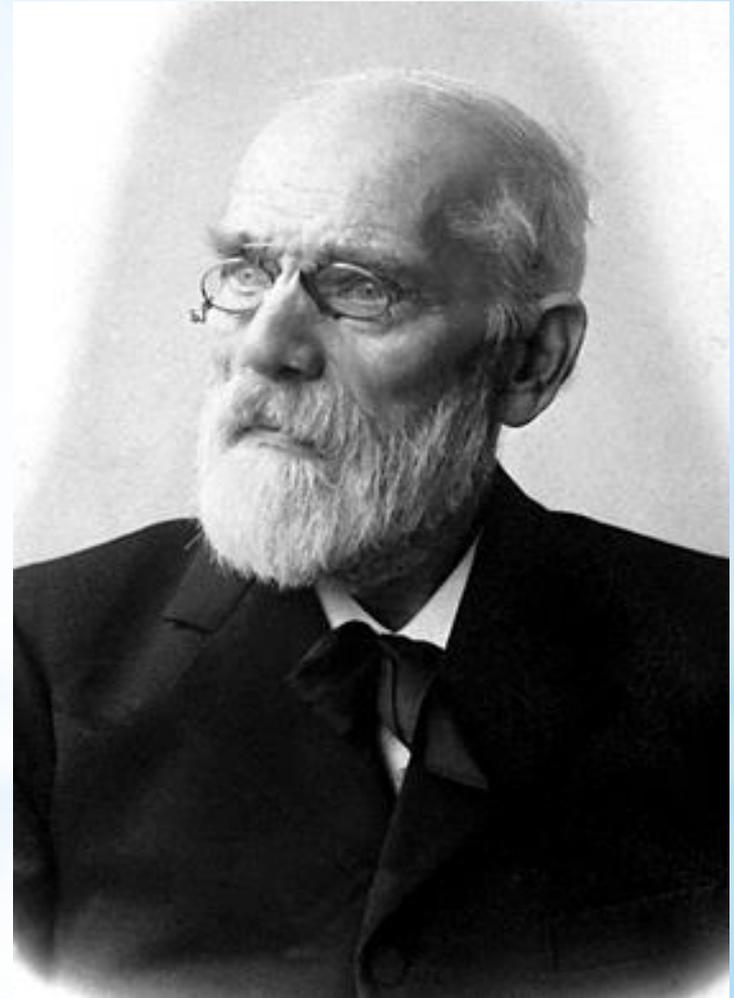
Такая модель газа, принятая Ван-дер-Ваальсом, позволила получить *уравнение состояния реального газа*.

Каждая молекула реального газа имеет объем  $\tilde{V} = \frac{1}{6} \pi d^3$ . Ван-дер-Ваальс учел собственный объем молекулы газа.

# Ян Дидерик Ван-дер-Ваальс

(1837 -1923)

Нидерландский физик, член Нидерландской АН. Работы посвящены молекулярной физике и изучению низкотемпературных явлений. Предложил теорию, качественно объясняющую природу критических явлений. В 1910 за работы, содержащие уравнения агрегатных состояний газов и жидкостей, удостоен Нобелевской премии.



$$pV_{\mu} = RT \quad \Rightarrow \quad V_{\mu}^* = V_{\mu} - b$$

$b$  – поправка Ван-дер-Ваальса, зависящая от собственного объема молекулы  $\tilde{V}$ .

$$b = 4N_A \tilde{V} \quad \text{— для одного моля газа.}$$

Значение  $b$  зависит от эффективного диаметра молекул, т.е. от химической природы газа.

Необходим учет сил взаимного притяжения молекул.

Действие этих сил приводит к смягчению ударов молекул о стенки сосуда.

$$P_{уд} = P + \frac{a}{V_{\mu}^2}$$

Здесь  $P$  – давление реального газа на стенки сосуда;  
 $P_{уд}$  – давление внутри газа.

$a$  – коэффициент Ван-дер-Ваальса, зависящий только от химической природы газа.

С учетом поправок Ван-дер Ваальса, получим:

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

– уравнение Ван-дер-Ваальса для одного моля реального газа (уравнение состояния реальных газов).

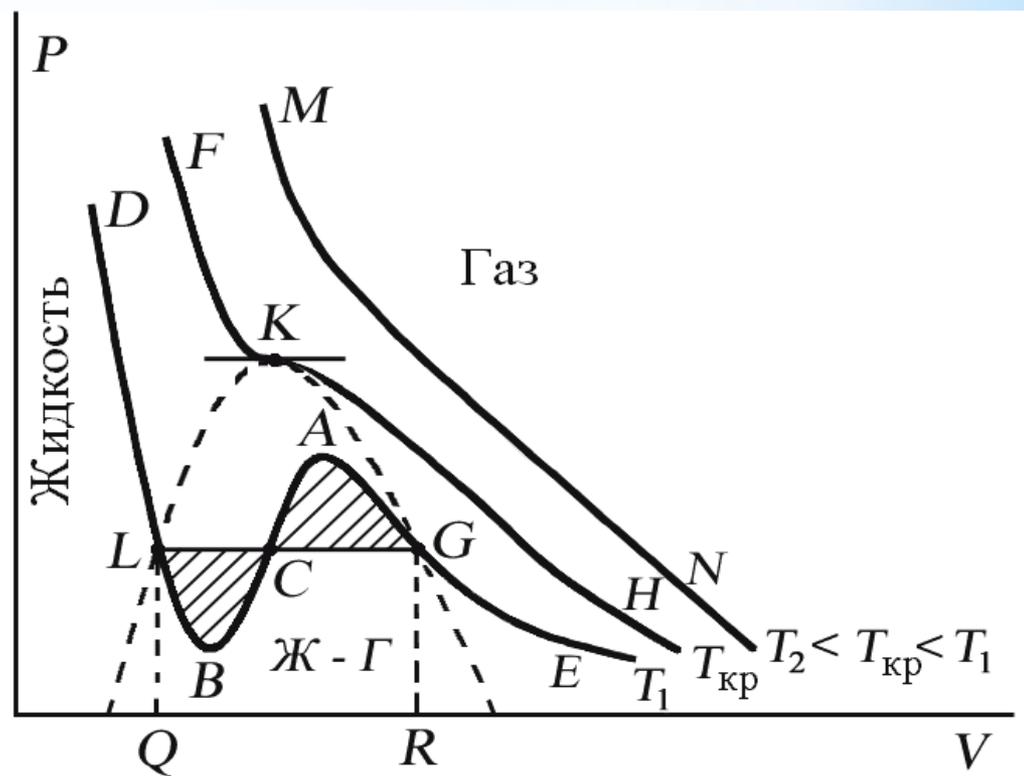
$$\left( P + \frac{m^2}{\mu^2} \frac{a}{V^2} \right) \left( V - \frac{m}{\mu} b \right) = \frac{m}{\mu} RT$$

– уравнение Ван-дер-Ваальса для произвольной массы  $m$  газа.

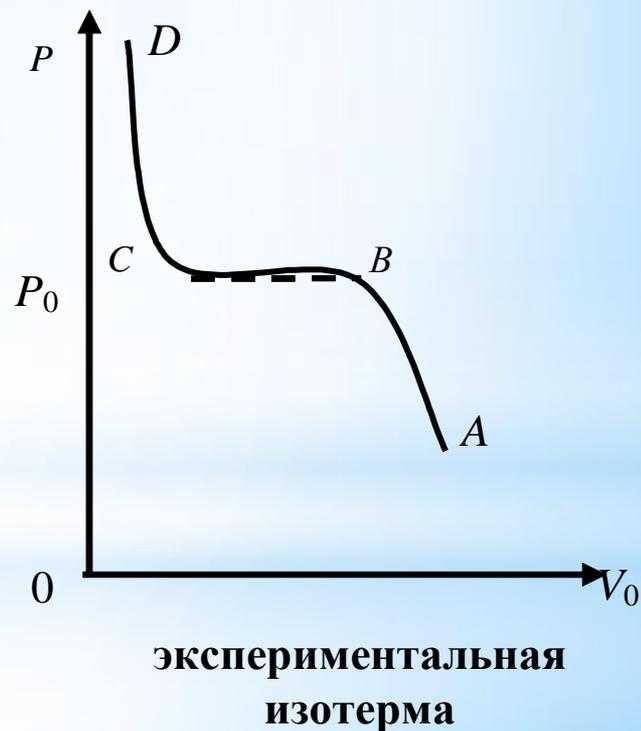
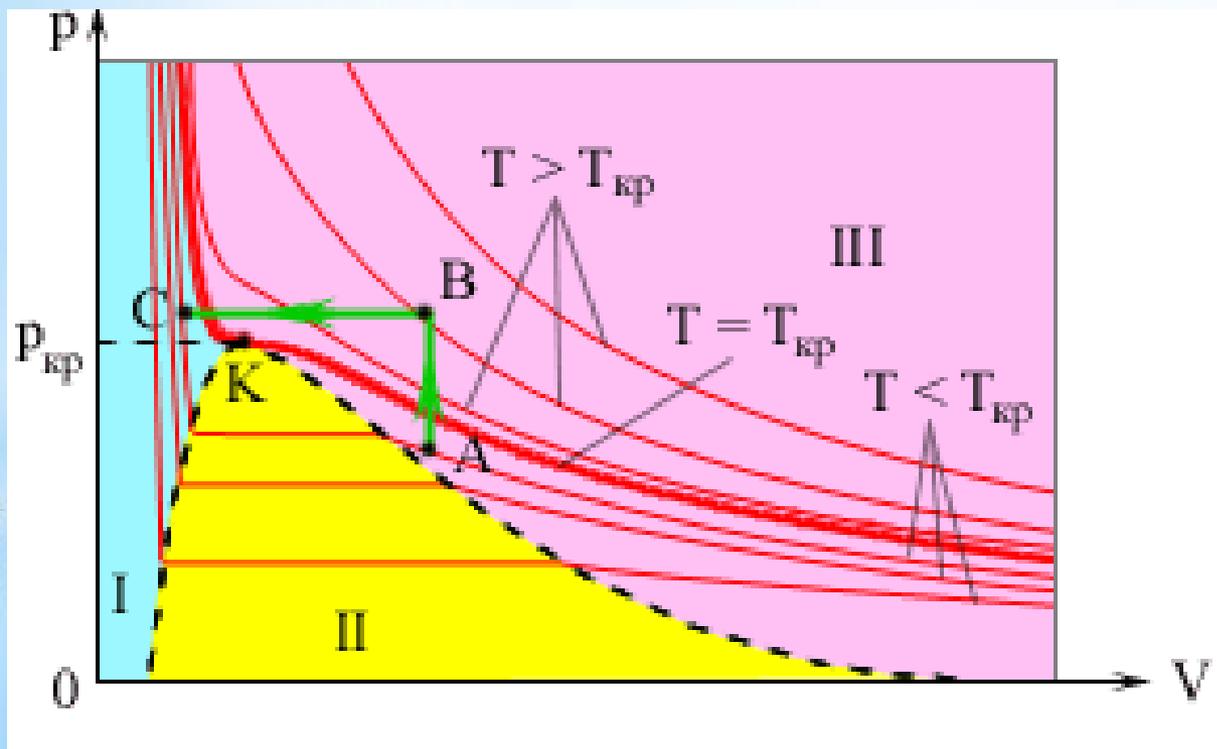
# Критическое состояние

$$P = \frac{RT}{V_0 - b} - \frac{a}{V_0^2}$$

Кривые, построенные согласно этому уравнению ( $T = \text{const}$ ), называются *изотермами Ван-дер-Ваальса*.

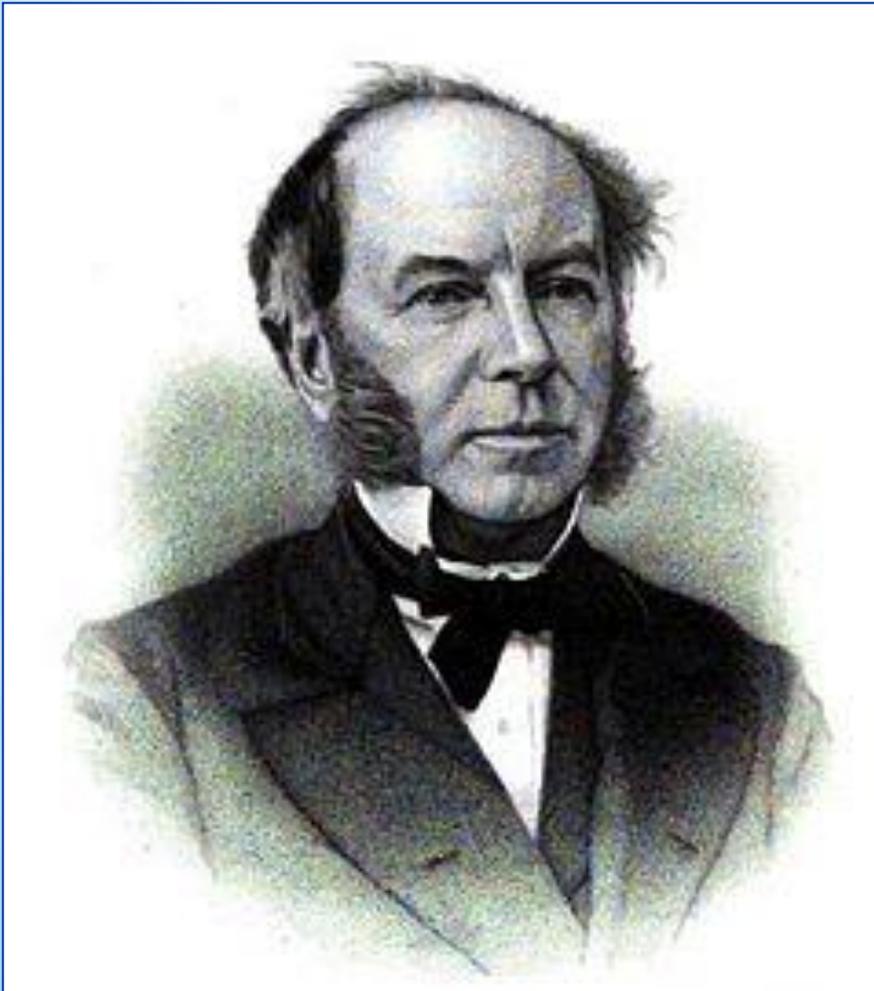


Английский физик **Т. Эндрюс** (1866 г.) – экспериментальное исследование зависимости молярного объема углекислого газа от давления при изотермическом сжатии.



# Томас Эндрюс

(1813 -1885)



Ирландский физико-химик. Член Лондонского королевского общества (1849). Открыл явление непрерывности газообразного и жидкого состояния вещества. Один из основоположников учения о сверхкритическом состоянии вещества.

Любое вещество при определенных условиях может находиться в различных агрегатных состояниях – твердом, жидком и газообразном. Переход из одного состояния в другое называется ***фазовым переходом***.

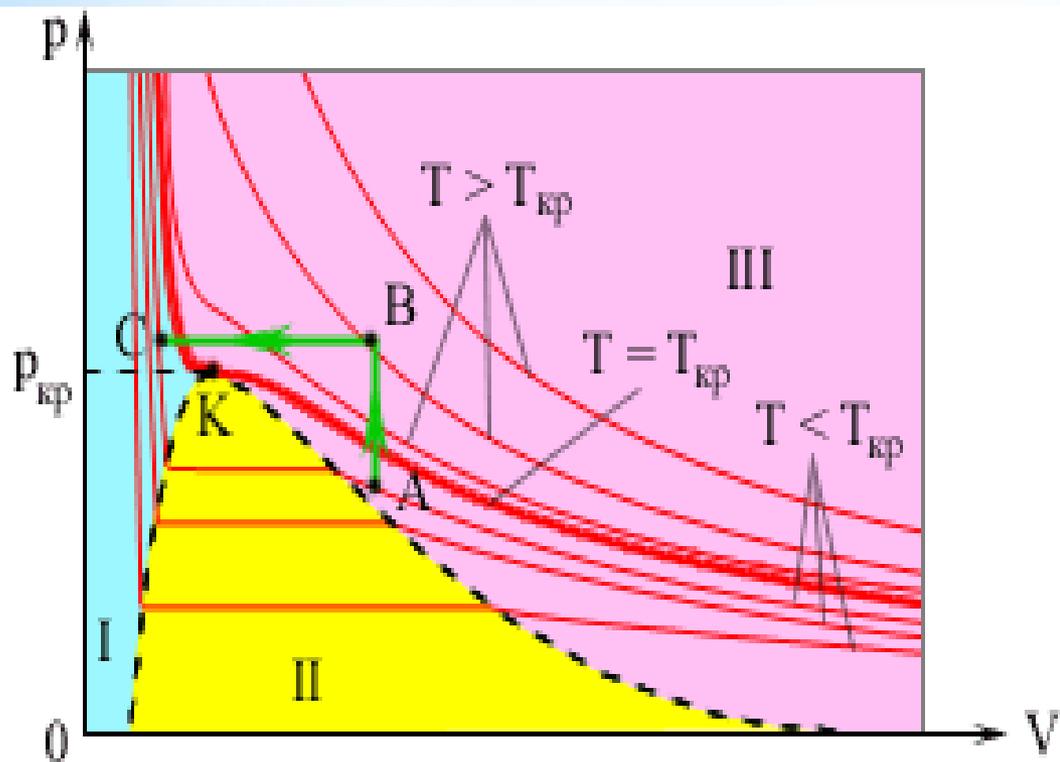
Все **реальные газы** (кислород, азот, водород и т. д.) при определенных условиях способны превращаться в жидкость.

Когда  $T$  и  $P$  достигают некоторых определенных значений, то происходит **конденсация** газа, т.е. ***газ переходит в жидкость***.

Превращение газа в жидкость может происходить только при температурах ниже определенной, так называемой **критической температуры**  $T_{кр}$ .

**Критической температурой**  $T_{кр}$  называется температура, при которой исчезает различие между жидким и газообразным состоянием вещества.

Горизонтальные участки – углекислота **одновременно** находится в двух агрегатных состояниях.



**К** – критическая точка.

$T_{кр} = 340\text{К}$  –  
для углекислоты



*Продолжение  
лекции следует*