

# Лекция 18

***Реальные газы***

***Уравнение Ван-дер-Ваальса***

# ИДЕАЛЬНЫЙ ГАЗ

Один моль газа при нормальных условиях

$$P=10^5 \text{ Па}$$

$$V_{\mu}=22 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$$

Эффективный диаметр молекулы

$$d \sim 0.1 \text{ нм}$$

Собственный объем молекул

$$V_0 \sim N_A \cdot d^3 \sim 6 \cdot 10^{-7} \text{ м}^3$$

Газ можно считать идеальным

$$V_0/V_{\mu} \sim 3 \cdot 10^{-5}$$

# РЕАЛЬНЫЙ ГАЗ

Увеличим давление до

$$P=500 \text{ МПа}$$

Число молекул возрастет в 5000 раз.

Газ не является идеальным

$$V_0/V_\mu \sim 0.15$$

При высоких давлениях и малых температурах модель идеального газа перестает удовлетворительно описывать поведение газа.

# Силы межмолекулярного взаимодействия

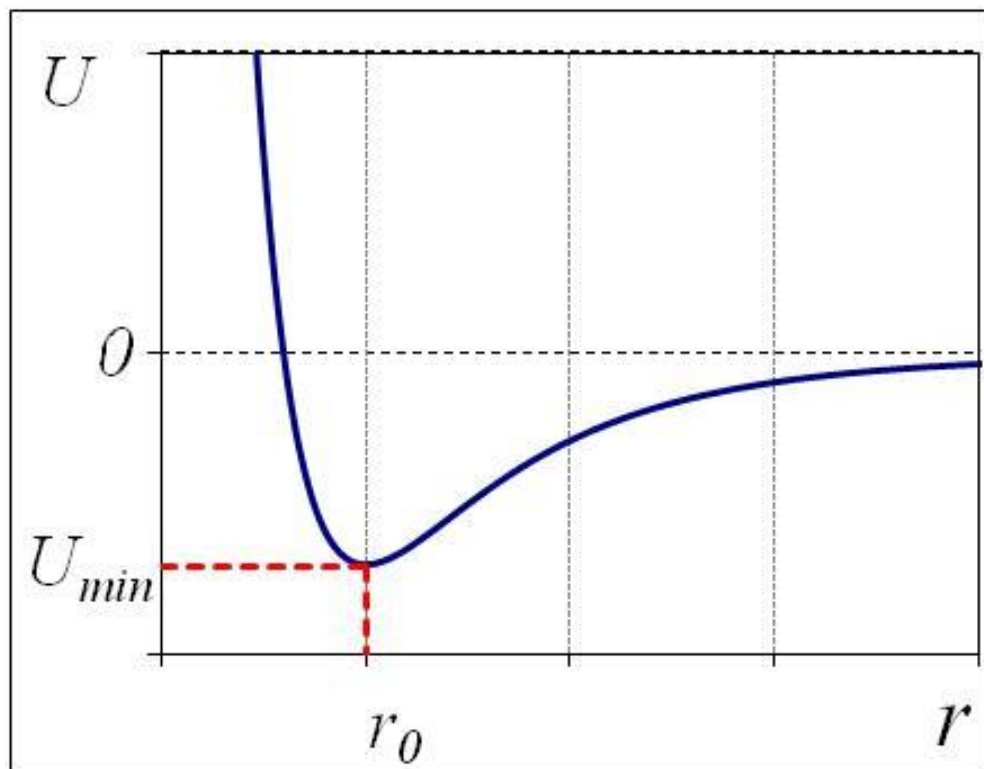
Твердые тела сопротивляются растяжению, следовательно между молекулами действуют силы притяжения.

Малая сжимаемость весьма плотных газов и особенно жидкостей и твердых тел означает, что между молекулами существуют силы отталкивания.

Между молекулами одновременно действуют силы притяжения и отталкивания.

На больших расстояниях сила притяжения, на малых сила - отталкивания. Эти силы существенны на расстояниях порядка нескольких диаметров молекулы.

# Энергия потенциального взаимодействия



Газ

$$U_{\min} \ll kT$$

Жидкость

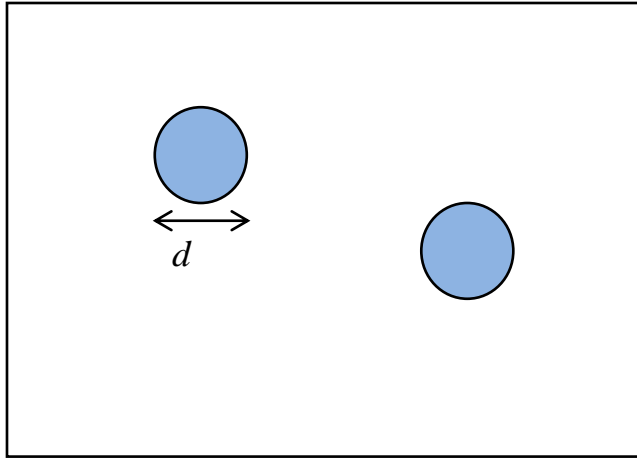
$$U_{\min} \sim kT$$

Твердое тело

$$U_{\min} \gg kT$$

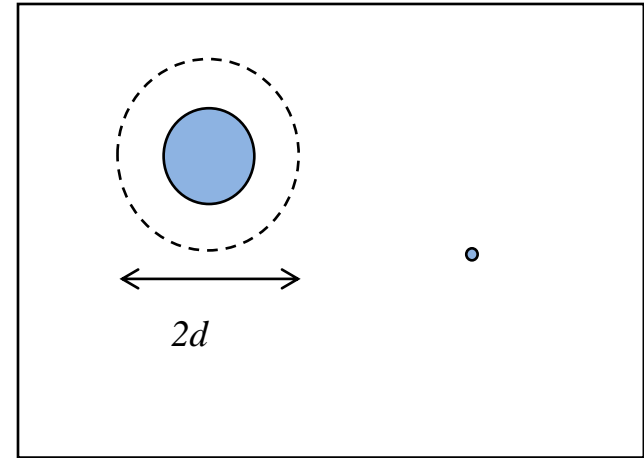
# Влияние размеров молекул

Учтем недоступный объем  $b$



$$V_{12} = V_1 + V_2 = 2 \frac{4}{3} \pi \left( \frac{d}{2} \right)^3 = \frac{1}{3} \pi d^3$$

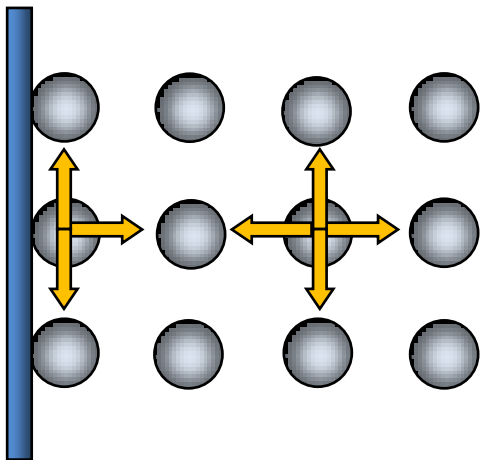
$$P(V_\mu - b) = RT$$



$$b = \frac{4}{3} \pi \left( \frac{2d}{2} \right)^3 = \frac{4}{3} \pi d^3 = 4V_{12}$$

Недоступный объем равен учетверенному объему всех молекул.

# Взаимодействие молекул



Притяжение молекул уменьшает их концентрацию вблизи стенки. Следовательно уменьшается давление.

Давление пропорционально силе и количеству молекул, а каждая из этих величин пропорциональна концентрации. Следовательно, давление обратно пропорционально квадрату объема.

$$P = \frac{RT}{V_{\mu} - b} - P_I$$

$$P_I = \frac{a}{V_{\mu}^2}$$

внутреннее давление

# Уравнение Ван-дер-Ваальса

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

$$PV_{\mu}^3 - (RT + Pb)V_{\mu}^2 + aV_{\mu} - ab = 0$$

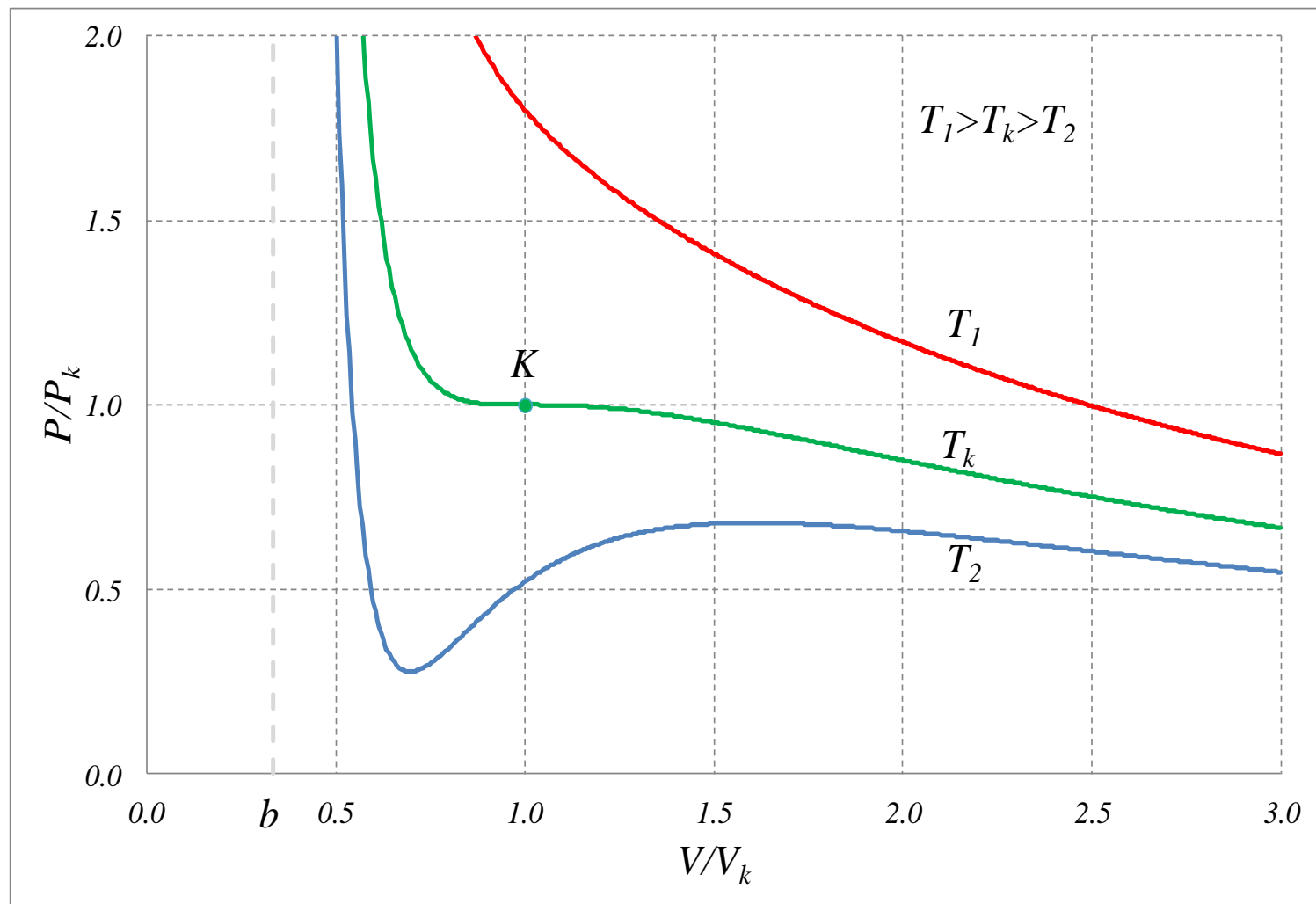
$$V_{\mu} \gg b \qquad P \gg \frac{a}{V_{\mu}^2}$$

Предложенное Ван-дер-Ваальсом уравнение является полуэмпирическим, поскольку включает параметры, определяемые опытным путем.

**Эмпирический** – полученный опытным путем.



# Изотермы Ван-дер-Ваальса



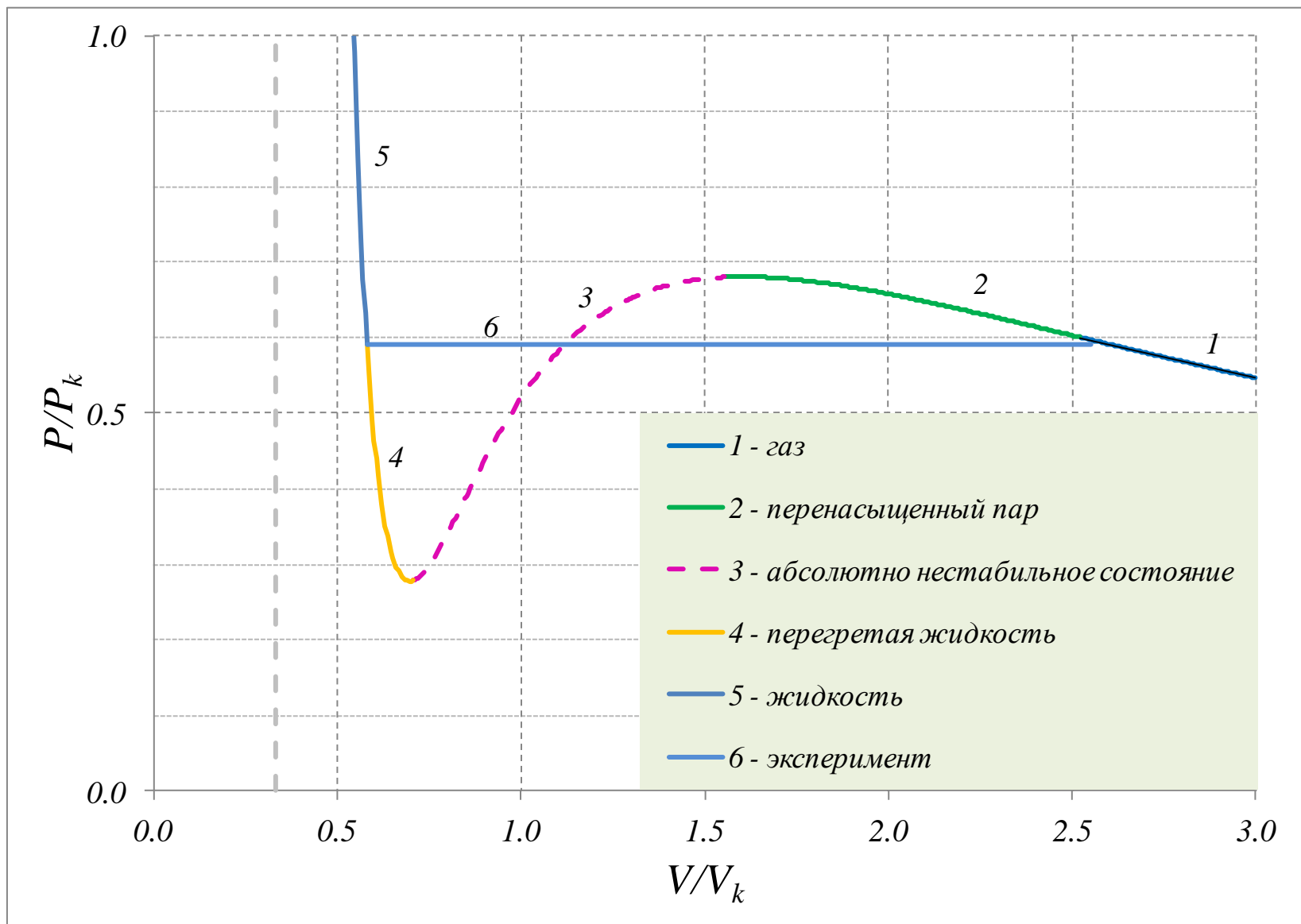
# Критические параметры

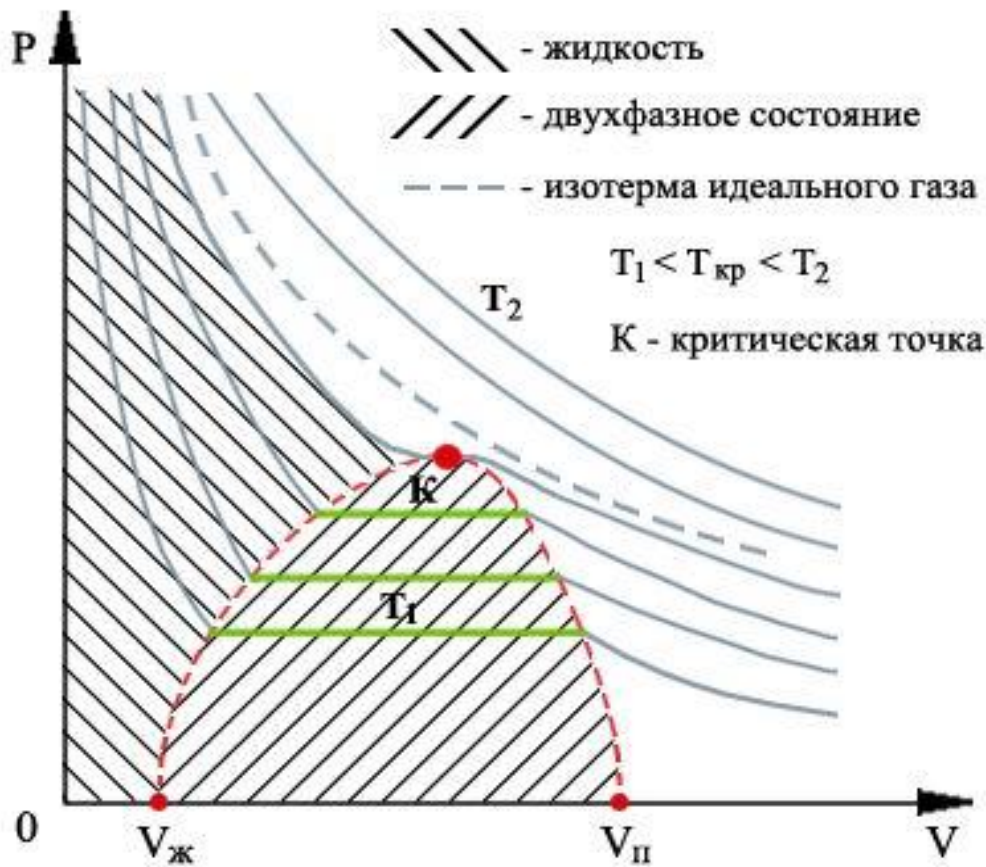
$$\left\{ \begin{array}{l} P_k V_k^3 - (RT_k + P_k b) V_k^2 + a V_k - ab = 0 \\ P_k (V - V_k)^3 = 0 \end{array} \right.$$

Приравнивая коэффициенты при одинаковых степенях, получаем:

$$V_k = 3b \qquad P_k = \frac{a}{27b^2} \qquad T_k = \frac{8a}{27Rb}$$

# Фазовый переход

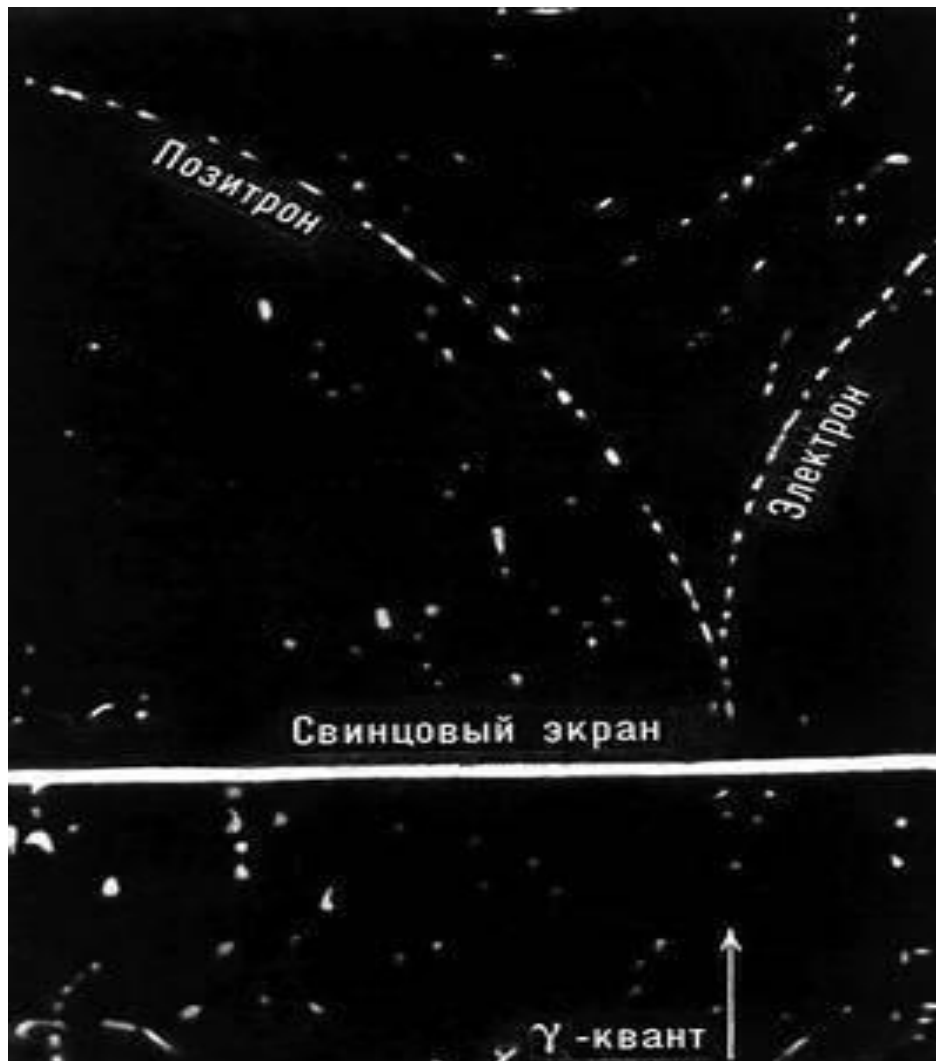




Пар - это газ при температуре ниже критической.

Сжижение – перевод газа в жидкую фазу путем сжатия.

# Треки элементарных частиц в пузырьковой камере



[Перегретая вода](#)