

## Тема: Реальные газы

**Реальным газом** называется газ, между молекулами которого действуют как силы притяжения, так и силы отталкивания.

**Газом Ван-дер-Ваальса** называется такая модель реального газа, в котором молекулы рассматриваются как абсолютно твёрдые шарики, движущиеся хаотически, между которыми действуют силы притяжения и силы отталкивания.

Главное отличие реального газа от идеального состоит в том, что реальный газ можно перевести в жидкость, а идеальный газ ни при каких условиях в жидкость перевести нельзя.

Это обусловлено тем, что между молекулами идеального газа отсутствуют силы притяжения.

Всего имеется более 200 уравнений состояния реального газа. Одним из наиболее простых уравнений, описывающих состояние реального газа, является уравнение Ван-дер-Ваальса.

### Уравнение Ван-дер-Ваальса

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

где  $p$  - давление реального газа, Па;

$\nu$  - количество вещества реального газа, моль;

$V$  - объём реального газа, м<sup>3</sup>;

$a$  - постоянная Ван-дер-Ваальса,  $\frac{Н \cdot м^4}{моль^2}$

(величина табличная, для каждого газа своя);

$b$  - постоянная Ван-дер-Ваальса,  $\frac{м^3}{моль}$

(величина табличная, для каждого газа своя);

$R = 8,31 \frac{Дж}{моль \cdot К}$  - универсальная газовая постоянная;

$T$  - температура реального газа, К.

Коэффициент  $a$  учитывает силы межмолекулярного притяжения.

Коэффициент  $b$  учитывает силы межмолекулярного отталкивания.

## Изотермы реального газа

На рис.1 представлены изотермы реального газа при различных температурах ( $T_3 > T_K > T_1$ )

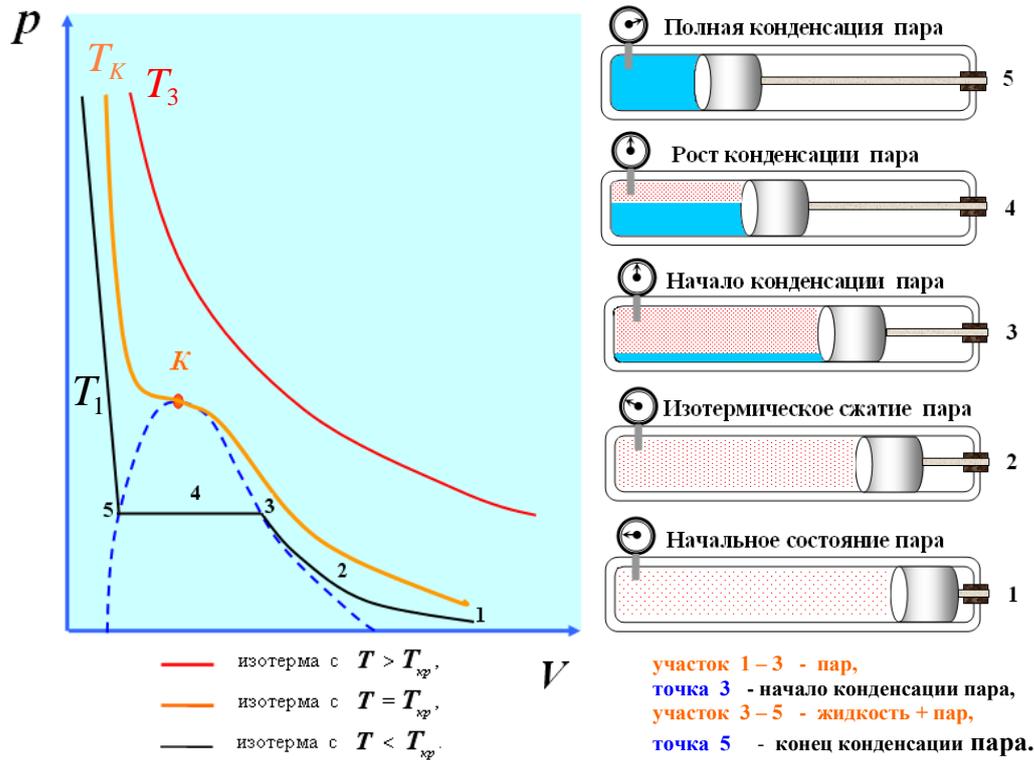


Рис. 1

Из анализа этих графиков следует (см. рис. 1), что:

1. При  $T < T_{кр}$  (так называемой, **критической температуре**  $T_{кр}$ ) на каждой изотерме имеется горизонтальный участок 3 - 5, вдоль которого давление  $p$  и температура  $T$  пара постоянны, хотя объём изменяется.
2. На изотерме  $T = T_{кр}$  (её называют **критической изотермой**) точки 3 и 5 сливаются в одну точку  $K$  (её называют **критической точкой**, а соответствующие ей значения  $T_{кр}$ ,  $p_{кр}$  и  $V_{кр}$  называют **критическими**). В критической точке  $K$  исчезает различие между жидкостью и паром.
3. Любую изотерму при  $T < T_{кр}$  можно разбить на три участка:
  - 1 – 3, 3 – 5 и 5 – 6.
  - на **участке 1 – 3** давление монотонно возрастает с уменьшением объёма (на этом участке наблюдается газообразное состояние вещества, которое называется **сухим паром**),
  - на **участке 3 – 5** давление не изменяется, хотя объём уменьшается (на этом участке при сжатии газа происходит конденсация пара, то есть одновременно наблюдается и газообразное и жидкое состояние вещества, причём объём жидкости по мере приближения к точке 5 увеличивается). Такую смесь называют **влажным паром**.

- на участке 5 – 6 с уменьшением объёма давление резко возрастает (на этом участке вещество находится полностью в жидком состоянии. Малая сжимаемость жидкости объясняет почти вертикальный характер кривой 5 – 6)

### Основные свойства критической точки



Рис. 2

1. Газ, температура которого выше критической  $T_{кр}$ , нельзя перевести в жидкое состояние.

(причина в том, что интенсивность теплового движения молекул газа настолько большая, что межмолекулярные силы притяжения не могут удержать молекулы возле друг друга);

2. При  $T = T_{кр}$  плотности  $\rho$  жидкости и пара становятся одинаковыми, исчезает граница раздела между жидкостью и паром и различия в физических свойствах между жидкостью и её насыщенным паром (см. рис. 2).

### Внутренняя энергия реального газа

Внутренняя энергия реального газа включает в себя кроме кинетической энергии теплового движения его молекул, ещё и потенциальную энергию их межмолекулярного взаимодействия.

Внутренняя энергия реального газа определяется по формуле:

$$U = \nu \left( CT - \frac{a}{V_{\mu}} \right),$$

где  $U$  - внутренняя энергия реального газа, Дж;

$\nu$  - количество вещества, моль;

$C$  - молярная теплоёмкость реального газа,  $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ ;

$T$  - абсолютная температура реального газа, К;

$a$  - постоянная Ван-дер-Ваальса,  $\frac{\text{Н} \cdot \text{м}^4}{\text{моль}^2}$

(величина табличная, для каждого газа своя);

$V_{\mu}$  - молярный объём (то есть объём одного моля газа),  $\frac{\text{м}^3}{\text{моль}}$ .

## Влажность воздуха

При рассмотрении реальных газов часто пользуются понятием пара.

**Паром** называется такое состояние реального газа, при котором его можно перевести в жидкое состояние простым сжатием без изменения температуры (реальный газ является паром, если его температура меньше критической  $T_{кр}$  (смотри ниже)).

Если температура реального газа выше критической, то он ведет себя как идеальный газ, подчиняется уравнению Менделеева – Клапейрона и не может быть переведён в жидкое состояние.

Паром может быть только реальный газ, так как идеальный газ превратить в жидкость нельзя ни при каких условиях.

Таким образом, принципиального различия между паром и газом нет.



Этот рисунок можно не делать

В закрытом сосуде за счёт испарения молекул жидкости с её поверхности, увеличение массы пара над жидкостью происходит до тех пор, пока не установится динамическое равновесие (то есть число молекул, вылетающих за единицу времени из жидкости в пар оказывается равным числу молекул возвращающихся обратно из пара в жидкость).

Пар, находящийся со своей жидкостью в состоянии динамического равновесия, называется **насыщенным**.

Давление насыщенного пара зависит от его температуры.

При нормальных и близких к нему условиях насыщенные и ненасыщенные пары можно рассматривать как идеальные газы и, следовательно, к ним можно применять законы идеального газа.

Однако следует иметь в виду различное поведение насыщенного и ненасыщенного газа:

- при изотермическом изменении объёма насыщенного пара, его давление не изменяется из-за изменения числа молекул пара (при сжатии часть пара конденсируется, а при расширении часть жидкости дополнительно испаряется, причём так, что концентрация молекул пара остаётся неизменной).

- при изохорическом изменении температуры будет меняться как давление пара, так и его масса над поверхностью жидкости за счёт изменения концентрации молекул пара.

(в связи с этим давление насыщенного пара увеличивается с ростом температуры быстрее, чем давление идеального газа).

Воздух, содержащий водяной пар, называется **влажным** (не содержащий – **сухим**).

Атмосферное давление воздуха, таким образом, складывается из парциального давления сухого воздуха и парциального давления пара:

$$P = P_{\text{воздуха}} + P_{\text{пара}} .$$

Количество пара в воздухе характеризуют абсолютной и относительной влажностью воздуха.

**Абсолютной влажностью воздуха**  $\rho$  называется масса водяного пара  $m_n$ , содержащегося в  $1 \text{ м}^3$  воздуха при данных условиях:

$$\rho = \frac{m_n}{V} ,$$

$$[\rho] = \frac{\text{кг}}{\text{м}^3} ,$$

(то есть, это плотность водяных паров в воздухе).

**Относительной влажностью воздуха**  $\varphi$  (фи) называется отношение абсолютной влажности воздуха к плотности насыщенных паров при данной температуре:

$$\varphi = \frac{\rho}{\rho_n} \cdot 100\% .$$

(или отношение давления водяного пара к давлению насыщенного пара при данной температуре:

$$\varphi = \frac{P}{P_n} \cdot 100\% )$$

$$[\varphi] = \text{безразм} .$$

Относительную влажность воздуха измеряют с помощью специальных приборов: *гигрометров* и *психрометров*.



**Точкой росы** называют температуру, при которой водяной пар, ранее ненасыщенный, в процессе изобарического охлаждения становится насыщенным.

Этот рисунок можно  
не делать