

Высоцкий Максим, гр. 052101.

1. Идеальные газы отличаются от реальных тем, что в данной модели пренебрегают размером молекул и силами их взаимодействия (притяжения и отталкивания).

2. Сначала запишем уравнение Менделеева-Клапейрона для одного моля газа:

$$PV = RT$$

Введём поправки:

Поправка **b** учитывает объем молекул. Чем ближе молекулы друг к другу, тем чаще они соударяются, а значит резко вырастает давление:

$$P = \frac{RT}{V - b}$$

$V > b$, при $V \rightarrow b : P \rightarrow \infty$

Поправка **a** отвечает за силы взаимодействия молекул. Так как давление и сила, действующая на каждую молекулу, ударяющуюся о стенку, прямо пропорциональны плотности газа, результирующее уменьшение давления газа будет пропорционально квадрату его плотности:

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

Обозначим $a = \alpha N^2$:

$$P = \frac{RT}{V - b} - \frac{a}{V^2}$$
$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT \quad (1)$$

Уравнение (1) называется уравнением Ван-дер-Ваальса, поправки a и b объяснены.

3. Между молекулами действуют силы притяжения и отталкивания. Сила отталкивания возникает при приближении молекул друг к другу на расстояние меньшее их же размеров. Силы притяжения, наоборот, возникают на расстояниях больших, чем размеры молекул.

4. Насыщенный пар – это пар, находящийся в термодинамическом равновесии с жидкостью или твердым телом того же состава.

5. Перегретая жидкость и пересыщенный пар являются **метастабильными** состояниями, так как они способны находиться довольно долгое время в этих состояниях. Однако они являются термодинамически неустойчивыми, то есть при появлении каких-либо песчинок в пересыщенном паре или перегретой жидкости произойдет конденсация и испарение соответственно вокруг данных центров.

6. Так как $dU = \text{const}$, то и температуру у идеального газа принимаем постоянной, а у реального - нет, так как у внутренней энергии имеет место поправка $\frac{a}{V_m}$.

7. Температура данной смеси не будет повышаться, так как вся подаваемая энергия тратится на фазовый переход твердого вещества в жидкое, так как в данной системе есть как твердое тело, так и жидкость.

8. Фазовый переход – переход вещества из одной фазы в другую при изменении внешних условий – температуры, давления и т.д.

Фаза - макроскопическая физически однородная часть вещества, отделенная от остальных частей системы границами раздела, так что она может быть извлечена из системы механическим путем. В системе может быть несколько твердых или жидких фаз. Но она не может содержать более одной газообразной фазы, так как все газы смешиваются между собой.

9. По определению, энтропия $dS = \frac{\delta Q}{T}$. Примем количество вещества $\nu = 1$ моль, дабы облегчить арифметические операции. А так же примем, что газ имел температуру и объем T_1, V_1 соответственно. Конечные температура и объем - T_2, V_2 . Распишем по первому началу термодинамики:

$$dS = \frac{dU + PdV}{T}$$

Замечание:

Внутренняя энергия расписывается как: $dU = C_V dT - \frac{adV}{V^2}$

Распишем внутреннюю энергию и работу, заранее выразив давление P из уравнения (1):

$$\begin{aligned} P &= \frac{RT}{V-b} - \frac{a}{V^2} \\ dS &= \frac{C_V dT - \frac{adV}{V^2}}{T} + \frac{\frac{adV}{V^2} + \frac{RT}{V-b} dV}{T} \\ \Delta S &= \int_{T_1}^{T_2} C_V dT + \int_{V_1}^{V_2} \frac{R}{V-b} dV = \\ &= C_V \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{V_2-b}{V_1-b} \end{aligned}$$

10. –